**1ª Série – Atividade de Química.**

**Cálculos estequiométricos envolvendo número de partículas**

Veremos neste texto como resolver questões em estequiometria em que a pergunta pede que o resultado seja dado em número de partículas (moléculas, íons, elétrons, fórmulas unitárias ou átomos), ou o contrário, em que o dado é expresso em número de partículas.

Assim como em todo cálculo estequiométrico, o primeiro ponto a ser feito é escrever a equação química devidamente balanceada e analisar a proporção estequiométrica, que é dada pelos coeficientes (números que aparecem antes de cada substância e espécie química que participa da reação). Esses coeficientes são os mesmos valores que os números de mol.

Depois é preciso relacionar o número de mol com o valor da constante de Avogadro. No texto [Mol e Constante de Avogadro](https://www.preparaenem.com/quimica/mol-constante-avogadro-qual-relacao.htm), mostrou-se que 1 mol**representa um número – 6,022 . 1023, que é o valor da constante de Avogadro.**



Além disso, em muitos exercícios desse tipo, será preciso relacionar a massa das substâncias com o número de mol por meio da massa molecular ou massa atômica. **Se tivermos uma massa em gramas numericamente igual à massa atômica, para qualquer elemento, existem 6,02 . 1023 átomos. O mesmo vale para a massa molecular das substâncias.**

Por exemplo, a massa molecular da água é 18 u, então, se tivermos 18 g de água, significa que temos exatamente 6,02 . 1023 moléculas de H2O.

Veja os exemplos abaixo para entender melhor como aplicar essas informações:

***Exemplo 1: Qual a quantidade de moléculas de gás oxigênio necessária para fornecer 17,5 mol mol de água, H2O, na queima completa do acetileno, C2H2?***

**Resolução:**

Primeiro escrevemos a equação balanceada:

2 C2H2 + 5 O2→ 4 CO2+ 2 H2O
                  ↓                       ↓
                5 mol               2 mol

5 mol------- 2mol
x------------ 17,5 mol
x = 43,75 mol de O2

1 mol------- 6 . 1023 moléculas
43,75 mol ------- x
x = 262,5 . 1023 moléculas de O2

***Exemplo 2: (UFPE) Nas usinas siderúrgicas, a obtenção de ferro metálico a partir da hematita envolve a seguinte reação (não balanceada):***

Não pare agora... Tem mais depois da publicidade ;)

***Fe2O3 + CO → Fe + CO2***

***Percebe-se desta reação que o CO2 é liberado para atmosfera, podendo ter um impacto ambiental grave relacionado com o efeito estufa. Qual o número de moléculas de CO2liberadas na atmosfera, quando um mol de óxido de ferro (III) é consumido na reação? Considere: número de Avogadro igual a 6 . 1023 mol-1:***

***a) 6 x 1023
b) 24 . 1023
c)12 . 1023
d)36 . 1023
e)18 . 1023***

**Resolução:**

Equação balanceada:

1 Fe2O3 + 3 CO → 2 Fe + 3 CO2
      ↓                                    ↓
 1 mol                                3 mol

1 mol------- 6 . 1023 moléculas
3 mol ------- x
x = 18 . 1023 moléculas de CO2

**Alternativa “e”.**

***Exemplo 3: (UFF-RJ) Em relação à produção de fosfato de sódio por meio da reação do ácido fosfórico com um excesso de hidróxido de sódio, pede-se:***

***a) a equação balanceada para a reação.
b) a quantidade, em gramas, de fosfato de sódio produzido ao se utilizar 2,5 . 1023 moléculas de ácido fosfórico . (Dado: Massas Molares em g/mol: Na=23, P=31 e O=16)***

***Resolução:***

a) H3PO4+ 3 NaOH → Na3PO4+ 3 H2O

b) Pela equação balanceada vemos que 1 mol de ácido fosfórico resulta em 1 mol de fosfato de sódio.

1 mol ----- 6,0 . 1023
x----------- 2,5 . 1023

x = 0,416 mol

- Calculando a massa molecular (MM) do fosfato de sódio:

MM = 3 . 23 + 1 . 31 + 4 . 16 = 164 g/mol

1 mol -------- 164 g
0,416 mol------y
**y = 68,3 g de fosfato são produzidos.**

**Exercícios**

1.) A massa de um átomo de um elemento é 8.10-23 g. Qual a massa atômica do elemento?

2.) Se 100 moléculas de um composto orgânico pesam 7.10-21 gramas, qual a massa molecular do composto?

3.) Qual dos sistemas abaixo contém a maior massa?

 a)9.1024 átomos de ferro

1. 6.1023 moléculas de gás carbônico
2. 0,1 Kg de chumbo
3. 9.1023 moléculas de acetona C3H6O

4.) Sabe-se que 9.1021 moléculas de um hidrocarboneto pesam 1,71g. Qual a massa molar do hidrocarboneto?

5.) Qual o número de átomos existente em 3,4g de amônia?

6.) Qual o número de átomos de hidrogênio existente em uma molécula de C6H12O6 ?

7.) Qual o número de átomos de hidrogênio existente em 1,8g de C6H12O6 ?

8.) Quantos mols há em 1 Kg de mercúrio?

9.) Temos 355g de gás cloro. Qual a quantidade de matéria correspondente?

10.) Qual a massa, em gramas, de 3,5 mols de ácido nítrico?